$E = E^\circ - 0{,}03 \log K = 0 \Rightarrow E^O = 0{,}03 \log K$

avec $K = \frac{[Fe^{2+}]_{éq}}{[Cd^{2+}]_{éq}} = \frac{C_1'}{C_2'} = \frac{43}{2} = 21{,}5 \Rightarrow \underline{E^O = 0{,}04V}$.

$E^\circ = E^\circ(Cd^{2+}/Cd) - E^\circ(Fe^{2+}/Fe) > 0$.

Donc $E^\circ(Fe^{2+}/Fe) < E^\circ(Cd^{2+}/Cd)$.

Le fer est alors plus réducteur que le cadmium.

2°) La fem initiale est $E_i = 0{,}07V > 0$. La réaction spontanée est le sens **(1)** de l'équation associée.

Donc $[Cd^{2+}]$ diminue et $[Fe^{2+}]$ augmente lorsque la pile débite.

♦ Au départ $E_i = E^\circ - 0{,}03 \log \frac{C_1}{C_2}$

$\Rightarrow \log \frac{C_1}{C_2} = \frac{E_i - E^0}{0{,}03} = -1 \Rightarrow \frac{C_1}{C_2} = 0{,}1 \Rightarrow \boxed{C_2 = 10\, C_1}$

♦ A l'équilibre $n(Cd^{2+})_{réagi} = n(Fe^{2+})_{formé}$

$\Rightarrow (C_2 - C_2').V_2 = (C_1' - C_1).V_1 \Rightarrow \boxed{2C_2 + C_1 = 2C_2' + C_1'}$

D'où : $C_1 = 2{,}24.10^{-3}\ mol.L^{-1}$ et $C_2 = 2{,}24.10^{-2}\ mol.L^{-1}$.

3°) La courbe $E = f(\log\Pi)$ est une droite d'équation :

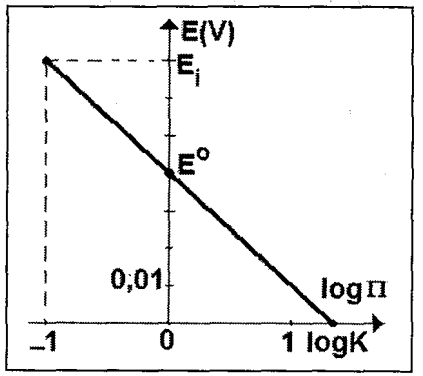
$E = -0{,}03 \log \Pi + 0{,}04$ avec $0 \le E \le 0{,}07V$.

$E = E_i = 0{,}07\ V \Rightarrow \log\Pi = -1$

$E = E^O = 0{,}04\ V \Rightarrow \log \Pi = 0$

$E = 0 \Rightarrow \log \Pi = \log K = 1{,}33$.

Exercice N°5 :



1°)

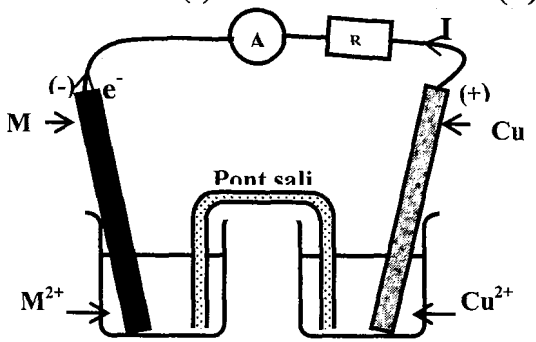
a- Le métal **M** attaque une solution de $(H^+ + C\ell^-)$ donc **M** est plus réducteur que **l'Hydrogène.**

Le cuivre ne réagit pas avec la solution de $(H^+ + C\ell^-)$ donc le cuivre **Cu** est moins réducteur que **l'Hydrogène.**

$\Rightarrow$ **M** est plus réducteur que **Cu**

$\Rightarrow$ **M est la bornes (-) et Cu est la borne (+)** $\left([Cu^{2+}] = [M^{2+}]\right)$

b-



c- Au niveau de l'électrode **M(-)**

$M \longrightarrow M^{2+} + 2e^-$

Au niveau de l'électrode **Cu(+)**

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

Equation de la réaction spontanée

$M + Cu^{2+} \longrightarrow M^{2+} + Cu$